

SI ENCUENTRAS ALGÚN ERROR COMUNÍCALO, POR FAVOR, AL CORREO DE LA PÁGINA WEB.



COMPOSICIÓN CENTESIMAL. FÓRMULA EMPÍRICA Y MOLECULAR.

1. COMPOSICIÓN CENTESIMAL.

1.- Indica la composición centesimal de dos abonos, tales como el sulfato amónico y el nitrato amónico.

¿Cuál de los dos es más rico en nitrógeno? N:14 , O:16, S:32, H:1

VER VÍDEO <https://youtu.be/YJpi2oFpMu0>

$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, su masa molecular es $\overbrace{14.2}^{\text{N}} + \overbrace{8}^{\text{H}} + \overbrace{32}^{\text{S}} + \overbrace{16.4}^{\text{O}} = 132 \text{ g./mol}$

$$\% \text{ de N} = \frac{28}{132} \cdot 100 = 21'21\%$$

$$\% \text{ de H} = \frac{8}{132} \cdot 100 = 6'06\%$$

$$\% \text{ de S} = \frac{32}{132} \cdot 100 = 24'24\%$$

$$\% \text{ de O} = \frac{64}{132} \cdot 100 = 48'48\%$$

NH_4NO_3 , su masa molecular es $14.2 + 4 + 16.3 = 80 \text{ g./mol}$

$$\% \text{ de N} = \frac{28}{80} \cdot 100 = 35\%$$

$$\% \text{ de H} = \frac{4}{80} \cdot 100 = 5\%$$

$$\% \text{ de O} = \frac{48}{80} \cdot 100 = 60\%$$

2. FÓRMULA EMPÍRICA Y MOLECULAR.

2. a. Determinar la composición centesimal del $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_2$.
- b. Con los datos del apartado anterior Halla la fórmula empírica del compuesto.

VER VÍDEO <https://youtu.be/d0QbAwLjgpA>

$C_3H_6O_2$, su masa molecular es: $3 \cdot 12 + 6 \cdot 1 + 2 \cdot 16 = 74 \text{ g./Mol.}$

$$\% \text{ de C} = \frac{3 \cdot 12}{74} \cdot 100 = 48,65 \%$$

$$\% \text{ de H} = \frac{6}{74} \cdot 100 = 8,11\%$$

$$\% \text{ de O} = \frac{2 \cdot 16}{74} \cdot 100 = 43,24\%$$

$$\left\{ \begin{array}{l} \text{C: } 48'65\% \\ \text{H: } 8'11\% \\ \text{O: } 43'24\% \end{array} \right. \xrightarrow{\substack{\text{Dividimos cada} \\ \text{porcentaje por} \\ \text{la masa atómica} \\ \text{del elemento}}} \left\{ \begin{array}{l} \text{C: } \frac{48'65}{12} = 4'05 \\ \text{H: } \frac{8'11}{1} = 8'11 \\ \text{O: } \frac{43'24}{16} = 2'7 \end{array} \right. \xrightarrow{\substack{\text{Dividimos} \\ \text{los} \\ \text{resultados} \\ \text{anteriores} \\ \text{entre el} \\ \text{menor}}} \left\{ \begin{array}{l} \text{C: } \frac{4'05}{2'7} = \overline{1'5} \\ \text{H: } \frac{8'11}{2'7} = 3 \\ \text{O: } \frac{2'7}{2'7} = 1 \end{array} \right. \xrightarrow{\substack{\text{No es entero.} \\ \text{Multiplicamos} \\ \text{por 2 todos} \\ \text{los resultados}}} \left\{ \begin{array}{l} \text{C: } 3 \\ \text{H: } 6 \\ \text{O: } 2 \end{array} \right.$$

$C_3H_6O_2$

3. Un compuesto orgánico tiene la siguiente composición centesimal, 38'71% de C, 9'78% de H y 51'61% de O. Calcular:

a.- Fórmula empírica.

b.- Sabiendo que 31 g. de compuesto, en estado gaseoso medidos a 770 mm. de Hg y 90°C ocupan un volumen de 14'68 L. Calcula la fórmula molecular.

VER VIDEO <https://youtu.be/8ls94QLJKO8>

$$\left\{ \begin{array}{l} \text{C: } 38'71\% \\ \text{H: } 9'78\% \\ \text{O: } 51'61\% \end{array} \right. \rightarrow \left\{ \begin{array}{l} \text{C: } \frac{38'71}{12} = 3'23 \\ \frac{9'78}{1} = 9'78 \\ \frac{51'61}{16} = 3'23 \end{array} \right. \rightarrow \left\{ \begin{array}{l} \text{C: } 1 \\ \text{H: } 3 \\ \text{O: } 1 \end{array} \right. \rightarrow \text{CH}_3\text{O (fórmula empírica).}$$

Fórmula molecular: $(\text{CH}_3\text{O})_n \rightarrow n = \frac{\text{masa molecular}}{\text{masa fórmula empírica}}$

$$M = \frac{m \cdot R \cdot T}{P \cdot V} = \frac{31.0'082 \cdot (273 + 90)}{\frac{770}{760} \cdot 14'68} = 62 \frac{\text{g.}}{\text{mol}} \rightarrow$$

$$n = \frac{\text{masa molecular}}{\text{masa fórmula empírica}} = \frac{62}{12 + 3 + 16} = 2 \rightarrow \text{Fórmula molecular: } C_2H_6O_2$$

4. 1 L. de un compuesto gaseoso medido a 760 mm. de Hg y 110 °C pesa 3,15 g. Calcula la fórmula molecular del compuesto si se sabe que contienen 24,55% de C, 4,05 de H y 71,8% de cloro.

VER VIDEO <https://youtu.be/6ygGvWWnY6c>

$$\left\{ \begin{array}{l} \text{C: } 24,55\% \\ \text{H: } 4,05\% \\ \text{Cl: } 71,8\% \end{array} \right. \rightarrow \left\{ \begin{array}{l} \text{C: } \frac{24,55}{12} = 2,05 \\ \text{H: } \frac{4,05}{1} = 4,05 \\ \text{Cl: } \frac{71,8}{35,5} = 2,023 \end{array} \right. \rightarrow \left\{ \begin{array}{l} \text{C: } 1 \\ \text{H: } 2 \\ \text{Cl: } 1 \end{array} \right. \rightarrow \text{CH}_2\text{Cl} (\text{fórmula empírica}).$$

$$\text{Fórmula molecular: } (\text{CH}_2\text{Cl})_n \rightarrow n = \frac{\text{masa molecular}}{\text{masa fórmula empírica}}$$

$$M = \frac{m \cdot R \cdot T}{P \cdot V} = \frac{3,15 \cdot 0,082 \cdot (110 + 273)}{\frac{760}{760} \cdot 1} = 98,93 \text{ g/mol}$$

$$n = \frac{\text{masa molecular}}{\text{masa fórmula empírica}} = \frac{98,93}{12 + 2 + 35,5} = 2 \rightarrow \text{Fórmula molecular: } \text{C}_2\text{H}_4\text{Cl}_2$$

5. Un hidrocarburo tiene la siguiente composición centesimal: 81,82% de carbono y el resto de hidrógeno. Calcula la fórmula del compuesto sabiendo que 8,05g. de dicho compuesto gaseoso a la T=300K y P=1,5atm. ocupa un volumen de 3 litros. C:12, H:1

VER VÍDEO <https://youtu.be/G1AG9Oy6rRQ>

$$\left\{ \begin{array}{l} \text{C: } 81,82\% \\ \text{H: } 18,18\% \end{array} \right. \xrightarrow{\text{Dividimos cada porcentaje por la masa atómica del elemento}} \left\{ \begin{array}{l} \text{C: } \frac{81,82}{12} = 6,82 \\ \text{H: } \frac{18,18}{1} = 18,18 \end{array} \right. \xrightarrow{\text{Dividimos los resultados anteriores entre el menor de ellos}} \left\{ \begin{array}{l} \text{C: } \frac{6,82}{6,82} = 1 \\ \text{H: } \frac{18,18}{6,82} = 2,67 \end{array} \right. \rightarrow$$

No es entero. Multiplicar por 3 todos los resultados

$$\rightarrow \left\{ \begin{array}{l} \text{C} = 3 \\ \text{H} = 8 \end{array} \right. \rightarrow \text{C}_3\text{H}_8 \text{ Fórmula empírica.}$$

Fórmula molecular: $(\text{C}_3\text{H}_8)_k$ Debemos hallar k.

Para hallar la fórmula molecular necesito la masa molecular:

$$k = \frac{\text{Masa}_{\text{molecular}}}{\text{Masa}_{\text{f. empírica}}} = \frac{44}{3 \cdot 12 + 8} = 1 \rightarrow \text{C}_3\text{H}_8 \text{ es la fórmula molecular.}$$

$$M = \frac{m \cdot R \cdot T}{P \cdot V} = \frac{8,05 \cdot 0,082 \cdot 300}{1,5 \cdot 3} = 44 \text{ g/mol}$$

6. Un compuesto orgánico tiene la siguiente composición centesimal, 38,71% de C, 9,7% de H y 51,61% de O. Sabiendo que si se disuelven 10 g del compuesto en 200 g. de agua, la disolución congela a -1,5 °C. Calcula la fórmula molecular. K_c = 1,86

VER VIDEO <https://youtu.be/ihhHb3-nKbU>

$$\left\{ \begin{array}{l} \text{C: } 38'71\% \\ \text{H: } 9'78\% \\ \text{O: } 51'61\% \end{array} \right. \rightarrow \left\{ \begin{array}{l} \text{C: } \frac{38'71}{12} = 3'23 \\ \frac{9'78}{1} = 9'78 \\ \frac{51'61}{16} = 3'23 \end{array} \right. \rightarrow \left\{ \begin{array}{l} \text{C: } 1 \\ \text{H: } 3 \\ \text{O: } 1 \end{array} \right. \rightarrow \text{CH}_3\text{O (fórmula empírica).$$

$$\Delta T = m \cdot k_c \rightarrow \Delta T = \frac{\text{masa}_{\text{solute}}}{M_{\text{molecular soluto}} \cdot \text{Kg. dte.}} \cdot k_c \rightarrow M_{\text{molecular soluto}} = \frac{\text{masa}_{\text{solute}} \cdot k_c}{\Delta T \cdot \text{Kg. dte.}}$$

$$= 62 \text{ g/mol}$$

$$\text{Fórmula molecular } (\text{CH}_3\text{O})_k = \frac{\text{masa}_{\text{molecular}}}{\text{masa}_{\text{fórmula empírica}}} = \frac{62}{12+3+16} = 2 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_6\text{O}_2$$

7. 10'4 g. de un ácido orgánico monoprótico de cadena corta, por combustión desprende 18'5 g. de CO₂ y 7'59 g. de agua. Calcula la fórmula empírica. Si 40 g. de la sal de plata dejan un residuo de 23'87 g. de Ag, indica la fórmula molecular.

VER VIDEO <https://youtu.be/ThgqbxM2DRE>

$$\left. \begin{array}{l} 18'5 \text{ g. CO}_2 \cdot \frac{12 \text{ g. de C}}{44 \text{ g. CO}_2} = 5'045 \text{ g. de C} \\ 7'59 \text{ g. H}_2\text{O} \cdot \frac{2 \text{ g. de H}}{18 \text{ g. H}_2\text{O}} = 0'843 \text{ g. de H} \end{array} \right\} \text{g. O} = 10'4 - 5'045 - 0'843 = 4'512 \text{ g.}$$

$$\left\{ \begin{array}{l} \text{C: } \frac{5'045}{12} = 0'42 \\ \text{H: } 0'843 \\ \text{O: } \frac{4'512}{16} = 0'282 \end{array} \right. \rightarrow \left\{ \begin{array}{l} \text{C: } \frac{0'42}{0'282} = 1'5 \\ \text{H: } \frac{0'843}{0'112} = 3 \\ \text{O: } 1 \end{array} \right. \rightarrow \left\{ \begin{array}{l} \text{C: } 3 \\ \text{H: } 6 \\ \text{O: } 2 \end{array} \right. \rightarrow \text{Fórmula empírica: C}_3\text{H}_6\text{O}_2$$

$$\text{Fórmula molecular: } (\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_2)_n; \text{ siendo } n = \frac{M_{\text{molecular}}}{M_{\text{fórmula empírica}}}$$

Debemos hallar la masa molecular del ácido, primero hallamos la masa molecular de la sal.

$$\frac{107'8 \text{ g. de Ag}}{1 \text{ mol sal de Ag}} \cdot \frac{40 \text{ g. de sal de Ag}}{23'87 \text{ g. de Ag}} = 180'64 \frac{\text{g. sal de Ag}}{1 \text{ mol sal de Ag}} = M_{\text{molecular}} \text{ de la sal}$$

Si a la masa de la sal le quitamos 107'8 (Ag) y le sumamos 1 (H) tenemos la masa del ácido. $M_{\text{molecular}} \text{ ácido} = 73'8 \text{ g/mol}$

$$n = \frac{M_{\text{molecular}}}{M_{\text{Fórmula empírica}}} = \frac{73'8}{3 \cdot 12 + 6 + 2 \cdot 16} = 1 \rightarrow \text{Fórmula molecular: C}_3\text{H}_6\text{O}_2$$

8. Un compuesto orgánico está formado por C, H y O. Tiene una masa molecular de 108 g./mol. Sabiendo que la combustión de una muestra de 0,3643 g. del compuesto da 1,039 g. de CO₂ y 0,2426 g. de agua. ¿Cuál será su fórmula molecular?

VER VIDEO <https://youtu.be/ReqfkWkVgvo>

$$\left. \begin{array}{l} 1,039 \text{ g. CO}_2 \cdot \frac{12 \text{ g. de C}}{44 \text{ g. CO}_2} = 0,283 \text{ g. de C} \\ 0,2426 \text{ g. H}_2\text{O} \cdot \frac{2 \text{ g. de H}}{18 \text{ g. H}_2\text{O}} = 0,027 \text{ g. de H} \end{array} \right\} \text{g. O} = 0,3643 - 0,283 - 0,027 = 0,0543$$

$$\left\{ \begin{array}{l} \text{C: } \frac{0,283}{12} = 0,0236 \\ \text{H: } 0,027 \\ \text{O: } \frac{0,0543}{16} = 0,00339 \end{array} \right. \rightarrow \left\{ \begin{array}{l} \text{C: } \frac{0,0236}{0,00339} = 7 \\ \text{H: } \frac{0,027}{0,00339} = 8 \\ \text{O: } 1 \end{array} \right. \rightarrow \text{Fórmula empírica: C}_7\text{H}_8\text{O}$$

$$\text{Fórmula molecular: (C}_7\text{H}_8\text{O)}_n; \text{ siendo } n = \frac{M_{\text{molecular.}}}{M_{\text{fórmula empírica.}}} = \frac{108}{7 \cdot 12 + 8 + 16} = 1$$

Fórmula molecular: C₇H₈O